ESTRUCTURA ATÓMICA - TABLA PERIÓDICA

Estructura de la materia.

La materia está compuesta por partículas llamadas átomos, compuestos por partículas de carga positiva (protones), negativa (electrones) y neutra (neutrones)

Los átomos de distintos elementos tienen pesos diferentes

La organización interna de un átomo puede resumirse de la siguiente forma:
Está conformado por un núcleo muy pequeño formado por protones y neutrones, concentrando prácticamente toda la masa del átomo y rodeado por los electrones que se distribuyen a su alrededor, en diferentes niveles de energía (según las teorías, se refiere a estos niveles como órbitas u orbitales).

El modelo atómico que actualmente aceptamos como válido, podemos resumirlo así:

- Los átomos contienen un núcleo muy pequeño con carga eléctrica positiva. Los electrones se encuentran rodeando el núcleo.
- El número de protones del núcleo es igual que el número de electrones que lo rodean. Este número es un entero y se llama **número atómico**.
- El número de protones más el número de neutrones del núcleo dan el **número másico** del átomo.
- Los electrones de un átomo solo pueden encontrarse en determinados niveles energéticos.

Una vez planteado el concepto de átomo, se advirtió rápidamente que no era posible determinar la masa de un solo átomo. Por lo tanto, era necesario buscar un conjunto de pesos atómicos relativos (PAR).

En la Tabla Periódica aparecen los PAR con las masas expresadas en UMA (*unidades de masa atómica*), esta unidad se define en forma arbitraria como la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono. Dado que la masa del C-12 es 1,992 10^{-23} g , 1 UMA corresponderá a 1,66 10^{-24} g.

Isótopos

Se llama isótopos a átomos de un mismo elemento con masas diferentes. Eso significa que tendrán el mismo número de protones (sea que siempre se trata del mismo elemento), pero diferente cantidad de neutrones, por lo que su número másico será diferente.
Muchos elementos presentan dos o más isótopos y el PAR debe contemplar el peso de cada uno y su abundancia relativa, es decir la proporción en que cada uno se encuentra en la naturaleza, esto se consigue también empleando el espectrógrafo de masas.
Por ejemplo
Se sabe que el carbono consta de 99,8892% del isótopo 12 que pesa exactamente 12, y 1,108% del isótopo 13 que pesa 13,00335. Por lo tanto, el PAR del carbono será:
(12,0000 x 0,98892 + 13,0033 x 0,01108) = 12,0111

Elementos, compuestos, fórmulas químicas y atomicidad

Hemos hablado antes de moléculas y aún no las hemos definido.

Las **moléculas** son la menor porción de materia de una sustancia que puede mantener las propiedades físicas y químicas (obviamente las intensivas) de la sustancia original.
Las moléculas son grupos de átomos unidos entre sí, según las características de estos átomos las sustancias pueden ser:

Elementos: cuando la molécula está formada por átomos idénticos, es decir que contiene un solo tipo de átomos.
Compuestos: cuando la molécula está formada por dos o más tipos de átomos

Con estas herramientas fue posible hacer una representación simbólica de las moléculas, a esta representación se la llama **fórmula química**.

Hay distintos tipos de fórmulas químicas, según el nivel de detalle con que interpretan a la molécula estos pueden ser:

Formulas moleculares, que indican el número y tipo de átomos presente en la molécula.

Fórmulas estructurales o desarrolladas, que indican además de qué manera se encuentran unidos los átomos (entre que átomos se produce la unión y cuál es la geometría de la molécula).

Es de utilidad también el empleo de distintos modelos que permiten tener una visión más clara de la distribución espacial de los átomos como así también de sus tamaños y distancias relativas.

Con las fórmulas moleculares es posible ahora calcular los pesos moleculares relativos, empleando para ello los PAR que figuran en la tabla periódica.

Concepto de mol

El número de átomos de carbono contenidos en exactamente 12 g de C12 se llama número de Avogadro (N) y es igual a $6{,}023 \times 10^{23}$.

Un **mol** es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro de partículas.

Masa molar o molécula gramo: según la definición anterior cuando se tienen N moléculas de cualquier sustancia su masa será el peso molecular relativo expresado en gramos.

Propiedades periódicas

Cuando los átomos se ordenan en orden creciente de su masa atómica, ocurre una repetición periódica de sus propiedades.

Esta clasificación tuvo éxito no solo en agrupar a los elementos en "familias" con propiedades fisicoquímicas similares, sino que además fue capaz de predecir la existencia de elementos que aún no habían sido descubiertos, como así también sus propiedades (Escandio, Galio, Germanio).

La tabla periódica que se emplea en la actualidad es casi la misma, a pesar de que se ha cambiado el criterio para ordenarla por el de número atómico (z) creciente, y la estructura electrónica.
La forma más útil ha resultado ser la que se conoce con el nombre de forma extendida y es la que se usara en adelante.

A las filas de esta tabla se las denomina **períodos** y a las columnas **grupos**.

Podemos ver como varían algunas de las propiedades físicas al desplazarse por filas y columnas.

Tamaño atómico: → disminuye

↓ aumenta

Potencial de ionización: → aumenta

↓ disminuye

Afinidad electrónica: → aumenta

↓ disminuye

Los electrones de un átomo solo pueden encontrarse en determinados niveles energéticos, descrito por el número n, llamado número cuántico principal. Este número es siempre un entero. Valores bajos de n indican valores de energía bajos.

Existen n^2 orbitales para cada nivel de energía. Un orbital es la región del espacio alrededor del núcleo en la que es más probable encontrar el electrón (95%).

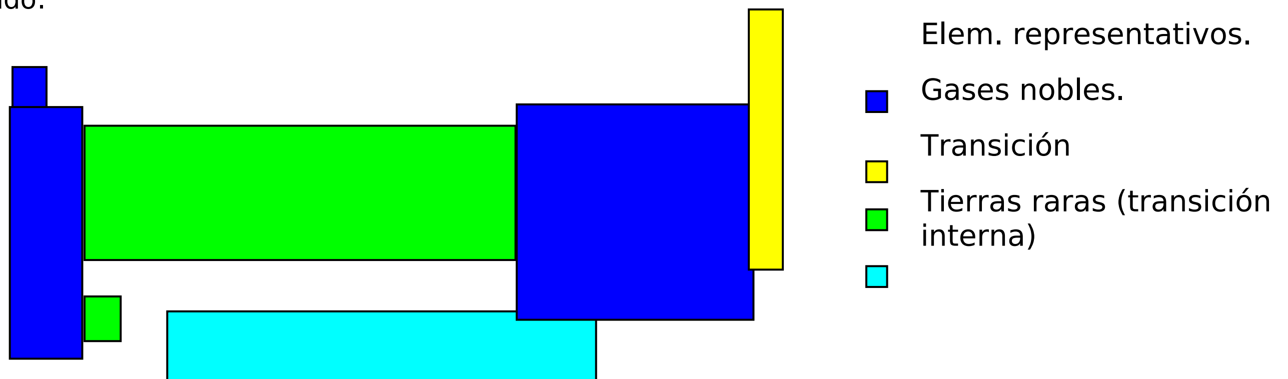
Cada orbital puede contener dos electrones como máximo.

A medida que aumenta el número de electrones, al pasar de un átomo al siguiente en la tabla periódica, los orbitales se van llenando en orden creciente de energía, con la limitación de no ubicar más de dos electrones en cada uno.

Se puede ver ahora la relación que existe entre la estructura electrónica y la tabla periódica: Al recorrer una fila (período) de izquierda a derecha se irá llenando los orbitales que corresponden a un mismo nivel de energía. Al recorrer una columna (grupo) observamos que tienen sus electrones más externos en los mismos orbitales pero de energía creciente a medida que bajamos.

y l

También puede verse la relación con la división de la **tabla periódica** con los orbitales que se van llenando.



Las propiedades químicas de los elementos están determinadas por los electrones que se pueden extraer de sus átomos, a estos electrones se los llama electrones de valencia.

Cuestionario de repaso

1. ¿Cuáles son las partículas que constituyen la materia? ¿Cuál es el orden de magnitud del radio de un átomo?
2. ¿Qué es un isótopo? ¿Qué diferencias hay entre distintos isótopos de un átomo?
3. ¿Qué tipo de iones conoce? Ejemplifique.
4. ¿Qué es un grupo y un período?
5. Describa y ejemplifique los siguientes términos:
    - **a)** Elemento representativo
    - **b)** Elemento de transición
    - **c)** Elemento de transición interna
6. ¿Qué entiende por electroafinidad, potencial de ionización y electronegatividad? Indique como varían las propiedades anteriores, el radio atómico y el carácter metálico en la tabla periódica.
7. ¿Qué relación existe en cuanto a tamaño entre el átomo neutro y su ion?
8. ¿Qué entiende por uma, masa atómica relativa (MAR) y masa atómica absoluta (MAA)?

Problemas

1) Se cree que el protón tiene un radio de 1,3 x 10^{-13} cm y una masa de 1,67 x 10^{-24} g. Una pelota de baloncesto tiene un radio de 12,0 cm ¿Cuál sería la masa de una pelota que tuviera la misma densidad del protón? ¿Podría levantarla?

2) Complete la siguiente tabla, donde la columna de masas atómicas absolutas (en umas) y la de masa de un mol de atomos están referidas a los valores que aparecen en la tabla periódica:

Elemento	**Masa atómica absoluta**		**Masa de un mol de átomos**
	umas	**Gramos**	**Gramos**
Ca			
	79.904		
			51.9961
		5.13 x 10^{-23}	

3) a) ¿Cuál es la masa de un átomo de Al en g y umas?

b) ¿Cuántos átomos de Na se encuentran en 1 g? ¿Cuántos moles de átomos de Na representan?

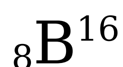
c) ¿Qué masa y cuántos átomos habrá en 0,25 moles de átomos de Ca?

4) a) Complete el siguiente cuadro sin utilizar la Tabla Periódica:

Símbolo	Z	A	P	e^-	N
C	**6**				**6**
Fe		**56**	**26**		
S		**32**			**16**
K^+					**20**
O^{-2}				**10**	**8**
Mn	**25**	**55**			
Ag		**108**			
Rb^+		**85**	**37**		
Zn			**30**		**35**
Cl^-	**17**	**35**			

b) Indique cuales de las especies de la tabla anterior son isoelectrónicas.

5) Para las siguientes especies las letras corresponden a una nomenclatura genérica de los elementos y no a sus símbolos químicos. Sin utilizar la Tabla Periódica, indique:





A= 39)



a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee cada una?

b) Ubique los elementos en una Tabla Periódica genérica.

c) ¿Cuáles son representativos, de transición y de transición interna?

d) ¿Cuáles son metales, no metales o gases nobles?

e) Ordénelos según electronegatividad creciente y según radio atómico creciente.



f) ¿Cuál es el ión estable que forma $_{13}H^{27}$? ¿A qué gas noble corresponde? ¿Cuál tendrá mayor radio, H o su ion?

g) Idem para $_{16}G^{32}$.

h) Compare los radios iónicos de los iones estables de $_{16}G^{32}$ y de $_{20}I^{40}$.

6) Dado el siguiente esquema genérico de la Tabla Periódica, **en la que las letras no representan los símbolos de los elementos**, encuadre la letra V si la proposición es verdadera y la F si es falsa:

	I	II											III	IV	V	VI	VII	0
1																		
2	A	B											C			J	L	Q
3	D															K	M	R
4	E						P			W							N	S
5	F	Z					X				Y		T					
6	G													H	I			
7	U																	

a) A y B **son elementos no metálicos.** **V – F**
b) N y E **son elementos representativos.** **V – F**
c) Z **pertenece al quinto período.** **V – F**
d) La electronegatividad de L **es menor que la de** N. **V – F**
e) C **es un elemento del segundo grupo.** **V – F**
f) Los elementos A, D, E, F **y** G **pertenecen al primer período.** **V – F**
g) Los átomos del elemento L **tienen menor electroafinidad que los de** A. **V – F**
h) El P.I. de F **es menor que la de** B. **V – F**

7) Utilizando el mismo esquema de tabla periódica del ejercicio anterior lea cada una de las siguientes afirmaciones. Si son verdaderas encuadre la letra V. Si son falsas encuadre la F y coloque en el espacio en blanco la o las palabras que transformarían en verdadera la proposición falsa modificando solamente el o los términos subrayados:

a) Los elementos, L, M y N **son gases nobles. V – F**
b) La electronegatividad de Z **es mayor que la de** M. **V – F**
c) Los electrones del nivel más externo de C **son dos. V – F**
d) J **es un metal. V – F**
e) C **posee tres electrones en el último nivel ocupado. V – F**
g) W **no conduce la corriente eléctrica en estado sólido. V – F**

h) La electronegatividad de L **es** **mayor** **que la de** K**. V – F**
j) H e I **son no metales. V – F**

8) Tenemos átomos de Na y los ordenamos en una hilera a lo largo de una cuadra (120m). Si suponemos que son esferas rígidas. ¿Cuántos átomos necesitamos para cubrir esa distancia? Radio Na= 186 pm = 186×10^{-12} m.

9) a) Dos moles de átomos de Ni tienen la misma masa que 1.2234 moles de átomos de otro elemento. ¿Cuál es la masa atómica de este otro elemento? ¿De qué elemento se trata?

b) Una muestra de un metal contiene $2{,}516 \times 10^{23}$ átomos y tiene una masa de 82,32 gramos. ¿De qué metal se trata? ¿Cuántos moles de átomos del metal están presentes en la muestra?

10) Indique cuales de estas especies son isoelectrónicas entre sí:
S^{-2} , O^{-2} , F^{-} , K^{+} , Br^{-} , Li^{+} , Ar , Cl^{-} , Ne, Al^{+3} , Na^{+} , Ca^{+2}

11) Dada la especie: $_{26}X^{56}$

Sin utilizar la Tabla Periódica indique:
a) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?
b) Indique si tendrá o no propiedades metálicas.

12) Un ion bivalente positivo posee 18 electrones y A = 41, sin utilizar la Tabla Periódica indique **c**uántos neutrones, protones y electrones tienen el átomo neutro y el ión.
.

LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

Desde el comienzo del estudio de los sistemas materiales (porciones de materia aisladas imaginariamente para su estudio) se concentró la atención en que poseyesen o no propiedades físicas intensivas constantes. Las **propiedades intensivas** son aquellas que no dependen de la cantidad o masa del sistema considerado; entre ellas pueden mencionarse: temperatura de ebullición, temperatura de fusión, (en general cualquier temperatura a la que se produce un cambio de estado), densidad, índice de refracción, solubilidad en un solvente determinado, etc.

Aquellos sistemas que presentan estas propiedades intensivas constantes se denominan sustancias **puras**. Desde el punto de vista químico las sustancias puras manifiestan una composición centesimal constante, es decir, el porcentaje de cada elemento químico en una sustancia pura no varía con la masa de sustancia que se analice. Esta particularidad permite representarlas mediante una fórmula química. En ella aparecerán los elementos que componen la sustancia, en la relación de átomos que concuerde con la composición química que presenta la sustancia; por esta razón estas fórmulas se denominan **empíricas** o **mínimas**.

El número de átomos que aparece en una fórmula empírica puede coincidir o, a lo sumo, ser un submúltiplo del número de átomos que realmente compone una molécula de la sustancia. Las **fórmulas** con el número verdadero de átomos por molécula se denominan **moleculares**. Para aclarar este último punto tomemos un sistema que presente una relación de 3 átomos de H por cada átomo de carbono - lo que simbolizamos CH_3-. Esta es la fórmula empírica que puede no representar (como de hecho sucede en este caso) la fórmula de alguna molécula. De modo que nuestro sistema poseerá moléculas con fórmulas iguales o múltiplos de aquella -C_2H_6, C_3H_9 , etc.-.

El resto de los sistemas materiales no poseerá composición química ni propiedades intensivas constantes. No será posible determinar al sistema simplemente con una fórmula. Estos sistemas se denominan **mezclas** y están formados por dos o más sustancias puras. A su vez las mezclas pueden ser homogéneas (formadas por una única fase) o heterogéneas (con más de una fase).

Toda mezcla, cuando es expuesta a alguna acción física - acción mecánica, solubilización, calentamiento, etc.-, se transforma en sistemas más sencillos pudiendo obtenerse en última instancia las sustancias puras que la componían. En cambio no es posible que una sustancia pura se transforme en algo más sencillo por mera acción física. En los procesos físicos las sustancias puras se mantienen invariables. Hay otros procesos en los cuales una o más sustancias puras se transforman en otras; estos procesos se denominan químicos.

Antes de introducirnos en el análisis de los fenómenos químicos, es decir de las reacciones químicas, es necesario sistematizar fórmulas, nomenclatura y propiedades de las sustancias o compuestos químicos, así como también aprender el manejo de las cantidades químicas como peso y número de átomos y moléculas. Comenzaremos con fórmulas y nomenclatura de los compuestos químicos.

1. FÓRMULAS Y NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Estados de Oxidación

Cuando se combinan dos elementos con una diferencia de electronegatividad suficientemente grande entonces se forma un enlace iónico, en el cual los electrones se transfieren por completo de un átomo a otro. Por ejemplo, la reacción entre el sodio y el cloro para formar cloruro de sodio consiste en transferir un electrón del sodio al cloro.

En los llamados enlaces covalentes puros, como los formados en moléculas homonucleares (por ejemplo: H_2, O_2, etc), ningún átomo ejerce mayor atracción que otro sobre los electrones compartidos

que forman el enlace. En cambio, en los covalentes polares, que se forman en moléculas con átomos diferentes (por ejemplo, en cloruro de hidrógeno), el átomo más electronegativo ejerce mayor atracción por los electrones de unión que el otro. Es así que se puede hablar de una densidad electrónica negativa sobre el átomo más electronegativo y una densidad electrónica positiva sobre el átomo menos electronegativo, es decir, existe polaridad de enlace.

Es así que parece razonable “asignar” el par de electrones compartidos al átomo de cloro, quedando éste con un electrón de valencia más que el átomo de cloro neutro, con lo cual estamos “asignando” al cloro una carga -1, y como el hidrógeno se despoja de un electrón se le puede "asignar" la carga +1. Las cargas que se asignan así, se denominan números de oxidación. El número de oxidación de un átomo puede variar de un compuesto a otro.

No es necesario conocer la estructura detallada de un compuesto para determinar el número de oxidación de un elemento en un compuesto, se puede hacer utilizando las utilizando las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de un elemento en estado libre (que no forma parte de un compuesto) o combinado consigo mismo como: Na, O_2, H_2, Cl_2, etc., es cero.
2. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es cero.
3. El número de oxidación de un ión monoatómico como: Na^+ , Cl^- , $S^=$, Fe^{+3} , etc., es igual a su carga.
4. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un ión poliatómico como: $SO_4^=$, NO_3- , NH_4^+ ,etc., es igual a la carga del ión.
5. El hidrógeno combinado, generalmente posee número de oxidación +1, excepto en los hidruros (compuestos que forma con metales de los grupos IA y IIA) en los que le corresponde el estado -1.
6. El oxígeno por lo general posee número de oxidación -2, excepto en los peróxidos, como el agua oxigenada, H_2O_2 en que posee -1.
7. Los elementos alcalinos (grupo IA) tienen estado de oxidación +1.
8. Los elementos alcalino-térreos (grupo IIA) tienen estado de oxidación +2.

La determinación del estado de oxidación de un elemento en un compuesto es de suma utilidad para la nomenclatura del mismo

Formulación y Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

El concepto central de la nomenclatura en química indica que cada compuesto debe tener un nombre que lo permita diferenciar de los demás compuestos y que dado un nombre de un compuesto uno debe poder escribir la fórmula del mismo sin errores ni ambigüedades.

Óxidos

Son compuestos binarios formados por oxígeno con estado de oxidación -2 y otro elemento. Pueden ser óxidos básicos cuando el O se combina con un metal u óxidos ácidos (o anhídridos) cuando el O se combina con un no-metal.

Formulación:

si el otro elemento tiene estado de oxidación:

+1, la fórmula es X_2O

+2, “ XO

+3, “ X_2O_3

+4,	“	XO_2
+5,	“	X_2O_5
+6,	“	XO_3
+7,	“	X_2O_7
+8,	“	XO_4

Nomenclatura:

a) *Sistemática de Stock o de Numeración Romana*: los óxidos de llaman óxido de (nombre del otro elemento) (estado de oxidación en números romanos)

Ej. Cu_2O : óxido de cobre (I); Cl_2O_3 : óxido de cloro (III); PbO_2 : óxido de plomo (IV)

b) *Sistema de Prefijos Griegos*: se indica el número de átomos de cada elemento en la fórmula mediante la utilización de prefijos (1=mono; 2=di; 3=tri; 4=tetra; 5=penta; 6=hexa; 7=hepta; 8=octa). Si el elemento electropositivo tiene un subíndice 1 éste no se nombra:

Ej. Cu_2O : monóxido de dicobre; Cl_2O_3 : trióxido de dicloro; PbO_2 : dióxido de plomo

c) *clásica o funcional*: esta nomenclatura está siendo reemplazada pero aún se utiliza. Es similar a la de Stock pero en lugar de indicar el estado de oxidación del otro elemento se modifica su nombre para distinguir entre los distintos estados de oxidación. Requiere un conocimiento previo de los estados de oxidación habituales del otro elemento. Se agrega el sufijo “ico” para indicar el estado de oxidación más frecuente o el más alto, y el sufijo “oso” para el estado de oxidación menor

Ej. Cu_2O : óxido cuprosos; CuO : óxido cúprico; FeO : óxido ferroso; Fe_2O_3 : óxido férrico

Si hay más de dos estados de oxidación se agrega el prefijo “hipo” y el sufijo “oso” al nombre del elemento en el caso del estado de oxidación más bajo y el prefijo “per” y el sufijo “ico” al nombre del elemento en el caso del estado de oxidación más alto. El caso típico es el de los halógenos que posenn los siguientes estados de oxidación: +1, +3, +5 y +7

Ej. Cl_2O : óxido hipocloroso; Cl_2O_3 : óxido cloroso; Cl_2O_5 : óxido clórico; Cl_2O_5 : óxido perclórico

Peróxidos

Son compuestos binarios formados por oxígeno con estado de oxidación -1 y otro elemento.

Para nombrarlos se utiliza la nomenclatura de Stock reemplazando óxido por peróxido.

Ej. CaO_2 : peróxido de calcio; H_2O_2 : peróxido de hidrógeno; Na_2O_2 : peróxido de sodio.

Hidruros

Son compuestos binarios formados por hidrógeno y otro elemento.

A) Si el H se combina con elementos metálicos toma el estado de oxidación -1. La formulación es sencilla. Si el metal tiene estado de oxidación +1, la fórmula es MH (Ej. KH); si el metal tiene estado de oxidación +2, la fórmula es MH_2 (Ej. CaH_2) y así sucesivamente.

Nomenclatura: se utiliza habitualmente la de Stock y la funcional antigua
a) Sistemática de Stock o de Numeración Romana: se utiliza la palabra hidruro
Ej. CuH : hidruro de cobre (I); KH : hidruro de potasio
b) clasica o funcional: se utilizan los sufijos como se describió previamente.
Ej. CuH : hidruro cuproso; CuH_2 : hidruro cúprico

B) Si el H se combina con elementos no metálicos toma el estado de oxidación +1. La formulación es similar a lo descrito previamente.
Dentro de este grupo podemos diferenciar dos subgrupos: una serie de compuestos que al disolverlos en agua tienen propiedades variables y reciben nombres triviales (fuera de toda regla de nomenclatura). Ej. NH_3 amoníaco; PH_3 fosfina; AsH_3 arsina; SiH_4 silano; CH_4 metano.
Otro subgrupo son hidruros que al disolverlos en agua son ácidos (liberan un H^+) que al tener solo dos elementos en la molécula se llaman ácidos binarios. En estos hidruros la parte "negativa" de la molécula es el no-metal y se nombra con la terminación "uro" en el nombre del no metal.
Ej: HF fluoruro de hidrógeno; HCl cloruro de hidrógeno; HBr bromuro de hidrógeno; HI ioduro de hidrógeno; H_2S sulfuro de hidrógeno.
En solución acuosa se consideran hidrácidos y se denominan: HF ácido fluorhídrico; HCl ácido clorhídrico; etc

Hidróxidos

Son compuestos iónicos cuya parte negativa es el OH^-, el cual se combina con un catón metálico. Estos compuestos tienen la característica de general iones OH^- y cationes metálicos al ser disueltos en agua.
La formulación es sencilla: la fórmula general será $M(OH)_n$; donde n es el estado de oxidación del metal.

Nomenclatura: se utiliza habitualmente la de Stock y la funcional antigua
a) Sistemática de Stock o de Numeración Romana: se utiliza la palabra hidróxido seguida del nombre del metal con su estado de oxidación
Ej. Cu(OH) : hidróxido de cobre (I); $Cu(OH)_2$: hidróxido de cobre (II); NaOH : hidróxido de sodio

b) clasica o funcional: se utilizan los sufijos como se describió previamente.
Ej. Cu(OH) : hidróxido cuproso; $Cu(OH)_2$: hidróxido cúprico

Ácidos ternarios (oxoácidos)
Son compuestos formados por un elemento no metálico en estado de oxidación positivo, combinado con oxígeno con estado de oxidación -2 e hidrógeno con estado de oxidación +1. Formulación:
si el no-metal tiene estado de oxidación:

+1,	la fórmula es	HXO
+2,	"	H_2XO_2
+3,	"	HXO_2
+4,	"	H_2XO_3
+5,	"	HXO_3
+6,	"	H_2XO_4
+7,	"	HXO_4

Nomenclatura:
a) Sistemática de Stock o de Numeración Romana: se antecede la palabra ácido, luego la palabra oxo (con el prefijo que indica el número de oxígenos) y finalmente se agrega el nombre del elemento con la terminación "ico" y el estado de oxidación del mismo.

Ej. H_2SO_4 : ácido tetraoxosulfúrico (VI); HNO_2 : ácido dioxonítrico (II); HClO : ácido oxoclórico
Con esta nomenclatura no es necesario conocer de antemano los estados de oxidación del elemento.

b) clásica o funcional: esta nomenclatura no aclara el número de oxígenos ni el estado de oxidación del no-metal, por lo que debe conocer de antemano. Como en el caso de los óxidos se modifica el nombre del no-metal para distinguir entre los distintos estados de oxidación. Se antecede el nombre con la palabra ácido y se agrega el sufijo "ico" para indicar el estado de oxidación más frecuente o el más alto, y el sufijo "oso" para el estado de oxidación menor Ej. H_2SO_4 : ácido sulfúrico (estado de oxidación + 6 del S); H_2SO_3 : ácido sulfuroso (estado de oxidación + 4 del S)

Como se describió previamente, si hay más de dos estados de oxidación se agrega el prefijo "hipo" y el sufijo "oso" al nombre del elemento en el caso del estado de oxidación más bajo y el prefijo "per" y el sufijo "ico" al nombre del elemento en el caso del estado de oxidación más alto. Tomando nuevamente el caso de los halógenos (con estados de oxidación +1, +3, +5 y +7) tenemos por Ej. HClO: ácido hipocloroso; $HClO_2$: ácido cloroso; $HClO_3$: ácido clórico; $HClO_4$: ácido perclórico

Algunos oxoácidos tienen una formulación diferente a la descrita previamente. Por Ej. de acuerdo a lo visto previamente el oxoácido de fósforo (+5) sería HPO_3; esta especie existe, pero el oxoácido más importante del fósforo es H_3PO_4. Se puede ver que la diferencia entre ambas fórmulas es solo una molécula de agua (H_2O). Dado que son compuestos diferentes deben tener nombres distintos. En la nomenclatura sistemática cambia el prefijo antes de la palabra oxo, mientras que en la nomenclatura funcional se agrega el prefijo "meta" a la fórmula con menos O y el prefijo orto a la que posee más O.

Ej. Compuesto	**Nomenclatura funcional**	**Nomenclatura sistemática**
$HAsO_2$	ácido metarsenioso	ácido dioxoarsénico (III)
H_3AsO_3	ácido ortoarsenioso	ácido trioxoarsénico (III)
$HAsO_3$	ácido metaarsénico	ácido trioxoarsénico (V)
H_3AsO_4	ácido ortoarsénico	ácido tetraoxoarsénico (V)
HPO_3	ácido metafosfórico	ácido trioxofosfórico (V)
H_3PO_4	ácido ortofosfórico	ácido tetraoxofosfórico (V)
H_2SiO_3	ácido metasilícico	ácido trioxosilícico (IV)
H_4SiO_4	ácido ortosilícico	ácido tetraoxosilícico (IV)
HIO_4	ácido metaperyodico	ácido tetraxoyódico (VII)
H_5IO_6	ácido ortoperyodico	ácido hexaoxoyódico (VII)

Los oxoácidos generan protones en solución acuosa y los correspondientes aniones. Estos se denominan cambiando la terminación "ico" y "oso" por "ato" e "ito" en cada una de las nomenclaturas correspondientes.

Ej. Anión	**Nomenclatura funcional**	**Nomenclatura sistemática**
NO_2^-	nitrito	dioxonitrato (II)
SO_4^{2-}	sulfato	tetraoxosulfato (VI)
ClO^-	hipoclorito	oxoclorato (I)



BrO_4^-	perbromato	tetraoxobromato (VII)

En ocasiones, los ácidos que poseen más de un hidrógeno (ácidos polipróticos) no pierden todos sus protones por lo que pueden generar aniones hidrogenados. En estos casos se antepone la palabra hidrógeno con el prefijo correspondiente al nombre del anión.

Ej. Anión	**Nomenclatura funcional**	**Nomenclatura sistemática**
$H_2PO_4^-$	dihidrógeno fosfato	dihidrógeno tetraoxofosfato (V)
HPO_4^{2-}	hidrógeno fosfato	hidrógeno tetraoxofosfato (V)
HSO_3^-	hidrógeno sulfito	hidrógeno trioxosulfato (IV)

Estos aniones reciben comúnmente otros nombres funcionales tales como fosfato ácido (HPO_4^2); sulfato ácido o bisulfato (HSO_3^-), carbonato ácido o bicarbonato (HCO_3^-), etc.

Finalmente, daremos el nombre funcional de una serie de aniones y cationes de uso habitual en química inorgánica

Especie	**Nombre**
MnO_4^-	permanganato
MnO_4^{2-}	maganato
CrO_4^{2-}	cromato
$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
$S_2O_3^{2-}$	tiosulfato
CN^-	cianuro
SCN^-	tiocianato
NH_4^-	amonio

Sales

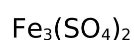
Se construyen con los aniones provenientes de los ácidos (hidrácidos u oxoácidos) y con los cationes provenientes de los hidróxidos, formando compuestos neutros.

Formulación:

Se toma la carga del anión y se la coloca como subíndice del catión, y viceversa. Si es posible, se deben simplificar los subíndices.



Ej; PO_4^{-3} (fosfato) + Fe^{+2} (catión ferroso)



$Fe_3(SO_4)_2$

CrO_4^{-2} (cromato) + Na^+ → Na_2CrO_4 (como el Na tiene carga +1 ésta no se indica debajo del cromato)

CO_3^{-2} (carbonato) + Cu^{+2} (catión cúprico) → $CuCO_3$ (los subíndices 2 del anión y del catión se simplificaron)

Nomenclatura:
Se nombre el anión (ya sea por la nomenclatura funcional o la sistemática) seguido del nombre del catión

Ej. Compuesto	**Nomenclatura funcional**	**Nomenclatura sistemática**
$NaCl$	cloruro de sodio	cloruro de sodio
$FeSO_3$	sulfito ferroso	trioxosulfato (IV) de hierro (II)
$Ca(ClO_4)_2$	perclorato de calcio	tetraoxoclorato (VII) de calcio
Cr_2S_3	sulfuro crómico	sulfuro de cromo (III)
$Fe(CN)_3$	cianuro férrico	cianuro de hierro (III)
$Mg_3(PO_4)_2$	ortofosfato de calcio	trioxofosfato (V) de magnesio
$NaHSO_4$	hidrógeno fosfato de sodio	hidrógeno tetraoxosulfato (VI) de sodio
$KMnO_4$	permanganato de potasio	tetraoxomanganato (VI) de potasio
$Fe(H_2AsO_3)_2$	dihidrógenortoarsenito ferroso	dihidrógeno trioxoarseniato (III) de hierro (II)

Compuestos binarios covalentes

Hasta el momento hemos visto tres tipos de compuestos binarios (formados por dos elementos): óxidos (que pueden ser iónicos o covalentes); hidruros (iónicos o covalentes) y sales (todas iónicas; ej KF). Sin embargo se pueden formar compuestos binarios entre no metales los cuales van a tener característican covalentes. Ej: BF_3; SF_4

Nomenclatura:
Se nombre el elemento más electronegativo con la terminación "uro" seguido del elemento menos electronegativo. Se utilizan prefijos para indicar el número de átomos por fórmula como vimos previamente excepto el prefijo mono

Ej: NF_3: trifluoruro de nitrógeno; SCl_4: tetracloruro de azufre; S_2Cl_2: dicloruro de diazufre

Cuestionario

1. Calcular el número de oxidación de los elementos en las siguientes especies: Na_2O; CaO; LiOH; Al_2O_3 ; SiO_2; N_2O_5; SO_3; HCl; Na_2SO_4; $MgBr_2$; $Ca(ClO_2)_2$; H_3PO_4; $Sr(OH)_2$; $Fe(NO_3)_2$; NaHS; IK; SO_3^{-2}; BF_3; HCO_3^-; SeO_4^{-2}; HPO_4^{-2}; $CaHPO_4$; NH_4^+; ClO^-.

2. Escribir la fórmula química de los óxidos de los siguientes metales y dar su nomenclatura:
a) Li^{+2} b) Ca^{+2} c) Al^{+3} d) Co^{+2} e) Co^{+3} f) Pb^{+2} g) Pb^{+4} h) Au^{+1} i) Au^{+3}

3. Dados los siguientes no metales, escribir los óxidos correspondientes al número de oxidación indicado entre paréntesis y dar su nomenclatura: a) C (+2) b) C (+4) c) N (+2) d) N (+3) e) N (+4) f) N (+5) g) S (+4) h) S (+6)

4. Utilice el principio de neutralidad eléctrica para predecir la fórmula de el/los compuesto/s binario/s que se puedan formar en cada caso:
a) Mg y I; b) Ti(IV) y O; c) Ba y Se; d) Cr y O;
e) V (III) y O f) Na y N g) Cu (II) y F h) Ni(II) y H

5. Escribir la fórmula de los hidróxidos de los siguientes metales y nombrarlos:
a) Na b) Mg c) Al d) Zn e) Be f) Cu (+2) g) Fe (+3).

6. Dados los nombres de los siguientes compuestos, escribir su fórmula e indicar si se trata de óxidos ácidos, óxidos básicos, oxoácidos o hidrácidos: a) Pentóxido de divanadio; b) Acido bromhídrico; c) Acido hipocloroso; d) Pentóxido de difosforo; e) Trióxido de dinitrógeno; f) Heptóxido de dicloro.

7. Dadas las siguientes fórmulas, nombrar los compuestos e indicar si se trata de óxidos ácidos, óxidos básicos, oxoácidos, hidrácidos, hidruros o hidróxidos:
a) HCl b) $HClO_3$ c) KH d) Al_2O_3 e) N_2O_3 f) $Ca(OH)_2$

8. Nombre los siguientes óxidos con la nomenclatura clásica y la de Stock. Indique en cada caso si el óxido es básico o es ácido: BaO; $C1_2O_5$; Rb_2O; PbO_2; CuO; SO_2; NiO; Br_2O; P_2O_5.

9. Nombre los siguientes ácidos binarios: HF; HC1; HBr; HI; H_2S; HCN. Escriba y nombre el anión relacionado en cada caso.

10. Nombre las siguientes sales binarias: NaI; BaS; LiF; Al_2S_3; KBr; $CuCl_2$ $CoCl_3$ CsF; RbCl

11. Nombre la especie o escriba la fórmula (según corresponda) de los siguientes aniones:
a) S^{-2}; b) ClO^-; c) HCO_3^-; d) Ioduro;..e) cianuro; f) nitrito; g) hidróxido;. h) borato; i) SiO_4^{-2};

j) hidruro; k) sulfito; l) hidrógenotetraóxidosulfato (IV); m) BrO_3^-; n) SeO_3^{-2}.

12. Dar la nomenclatura de las siguientes sales:
a) NaCl   b) $NaHCO_3$ c) $Ca_3(PO_4)_2$ d) Na_2CO_3 e) H_2PO_4 f) KNO_3

13. Complete la siguiente tabla

Fórmula	**Nombre**	**Tipo de compuesto** (**sal binaria u oxosal**)	**Anión**	**Catión**
$Al_2(SO_4)_3$				
	Borato de sodio			
HgI_2				
			CO_3^{-2}	NH_4^+
			HS^-	K^+
	Metafosfato de sodio			
			MnO_4^-	Na^+
	Sulfuro de bario			
NH_4CN				
			HPO_4^{-2}	Ca^{+2}
	Cloruro de manganeso (II)			

			CrO_4^{-2}	Pb^{+2}
			Cr	Al^{+3}
	Perclorato de cinc			
			Br^-	Fe^{+3}
	Dicromato de potasio			
$CaSO_3$				
	Clorato de potasio			

14. Nombre los siguientes compuestos:

a) FH b) K_2O c) NiO d) Cr_2O_3 e) NO_2 f) N_2O_4
g) Cl_2O_7 h) H_2O_2 i) NaH j) BaH_2 k) HNO_2 l) $HBrO_2$
m) HIO_4 n) AsF_3 ñ) Cl_2O o) $NaHCO_3$ p) $FePO_4$ q) $Fe_3(PO_4)_2$
r) $ZnHPO_3$ s) ICl_5 t) $Au(NO_3)_3$ u) $Al_2(SO_3)_3$ v) P_4S_6 w) AgClO
x) CoF_2 y) $Sr(OH)_2$ z) DyF_3

15. Indique el nombre y la fórmula de las sales que se forman por combinación de los iones de la siguiente tabla:

	S^{-2}	Cl^-	ClO_3^-	NO_3^-	SO_4^{-2}	PO_4^{-3}
Al^{+3}						
Fe^{+3}						
Fe^{+2}						
Hg^{+2}						
Na^+						
NH_4^+						

16. Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

1) Oxido de bromo (III)
2) Heptafluoruro de iodo
3) Cloruro de níquel (III)
4) Sulfato de amonio
5) Nitrito de potasio
6) Acido perbrómico
7) Oxido mercurioso
8) Clorito de plomo (II)
9) Acido sulfhídrico
10) Trióxido de cromo
11) Pentóxido de dicloro
12) Nitrato de plata
13) Sulfato cúprico
14) Nitrato de hierro (II)
15) Hidruro de litio
16) Clorato de Cobre (I)
17) Hipoclorito de aluminio
18) Tricloruro de fósforo
19) Oxido de plomo (II)
20) loduro de calcio
21) Trióxido de difósforo
22) Oxido de bario
23) Hidróxido de Bario
24) Hidrógeno carbonato de cromo (III)
25) Dihidrógeno fosfato de cinc
26) Hidrógeno sulfito de cobre (II)

17. Observando el siguiente esquema de la tabla periódica indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

I II III IV V VI VII

0

1																		
2	A	B											C			J	L	
3	D															K	M	R
4	E	F															N	
5		Z																
6													T					
7																		

a) El estado de oxidación de A en un compuesto químico será igual a dos.
b) La fórmula de un compuesto entre J y C es J_3C_2
c) El óxido del elemento B será BO
d) El óxido del inciso anterior es de tipo básico
e) La carga del anión formado entre K y O, (O = oxígeno), de fórmula KO_4 es igual a -2.
f) El número de oxidación de B y de Z es +2
g) El óxido formado por el elemento T presenta la fórmula TO
h) El óxido formado por K es KO_3 y es covalente.

i) El elemento D forma una base o hidróxido de composición D(OH)

J) NH es un hidrácido (H = hidrógeno)

k) El compuesto entre E y M tiene la fórmula E_2M

l) R forma compuestos estables con el oxígeno.

m) L y F forman una sal de fórmula FL_2

18. De acuerdo con el esquema de tabla periódica dado a continuación donde cada elemento está identificado con su correspondiente símbolo, complete los espacios en blanco de las oraciones dadas a continuación:

1	H																	
2	Li														N	O	F	
3																S	Cl	
4	K	Ca						Fe				Zn						
5	Rb										Ag							
														Pb				
7																		

a) Los elementos K y F forman un compuesto de fórmula .... denominado..............................

.... En el compuesto el estado de oxidación de K es .... y el de F es .... El compuesto es una................

b) Los elementos Rb y O forman un compuesto de fórmula .... denominado............................

.... El estado de oxidación del Rb es .... y el del O es .... El compuesto es un ....

c) Los elementos Ag y S forman un compuesto de fórmula .... denominado............................

.... El estado de oxidación de la Ag es .... y el del S es ....

El compuesto es una.............................

d) El elemento Zn forma con el OH^- un compuesto de formula .... denominado.......................

....

e) El elemento N, combinado con H y O, forma dos oxácidos de fórmula .... y .... denominados .... y .... respectivamente.

f) El elemento Cl, con estado de oxidación *+7,* al combinarse con O e H forma un compuesto de fórmula .... conocido como ....

g) El eseelemento Pb con estado de oxidación +4 se combina con O para formar un compuesto de fórmula.......................... El compuesto es un........................y se denomina................................

h) El elemento Li forma con O un óxido .... de fórmula ....

i) El S al combinarse con H forma un compuesto de fórmula .... Si este compuesto se disuelve en agua se denomina.......................

j) El elemento S con estado de oxidación +6 al combinarse con O forma un óxido de fórmula......................................

CANTIDADES QUÍMICAS

Antes de dedicarnos a los pesos de los átomos y las moléculas, es necesario definir estos últimos términos desde un punto de vista químico.

Molécula: menor porción de materia que conserva las propiedades de la misma. Así la molécula de oxígeno es O_2. Un sistema que contenga este tipo de especies presenta las propiedades de la sustancia pura denominada oxígeno. Si por algún método dividimos todas las moléculas en los dos átomos que las constituyen, obtenemos un sistema cuyas propiedades difieren netamente de las originales.

Átomo: menor porción de materia capaz de combinarse químicamente. Cuando se mezclan dos sustancias como H_2 y Cl_2 se produce una nueva sustancia que es HCl; es evidente que las moléculas originales se han dividido en átomos formando 2 moléculas de HCl. De modo que un átomo no puede dividirse, al menos en combinaciones químicas, pero si puede hacerlo la molécula, si es poliatómica, aunque perdiendo sus propiedades.

Ahora analizaremos las características externas de átomos y moléculas, fundamentalmente la masa. La masa (usaremos indistintamente el término peso) ocupa un lugar preponderante cuando se trata de estudiar a los fenómenos químicos. Sin hacer un análisis histórico digamos que el primer paso en esa dirección fue definir el peso atómico relativo (**PAR**) como un número sin unidades que indica cuantas veces más pesado es el átomo de un elemento respecto de un patrón elegido. El patrón elegido fue variando en el tiempo: inicialmente fue tomado como la masa de un átomo de hidrógeno, luego la 1/16 partes de la masa de un átomo de oxígeno y por último se ha aceptado como patrón, la 1/12 partes de la masa de un átomo de carbono (estrictamente ^{12}C) al cual se le ha asignado el nombre de **uma** (unidad de masa atómica). De este modo:

PAR: número que indica cuantas veces mayor es la masa de un átomo de un elemento respecto de la uma.

Este número lo encontramos actualmente en la tabla periódica. Tenemos como ejemplo a un elemento como el Ca; su peso atómico relativo es 40 de modo que un átomo de calcio pesa 40 veces más que la uma, es decir 1 átomo de calcio pesa 40 umas.

El peso real de un átomo se denomina normalmente peso atómico absoluto (**PAA**).

El siguiente paso era obviamente lograr una relación entre esta unidad nueva y alguna unidad habitual de masa como por ejemplo el gramo. Con este fin se definieron los átomos-gramos que coinciden numéricamente con el PAR pero expresados en gramos.

Así por ejemplo, el PAR del Na es 23, entonces el átomo-gramo del Na es 23 g.

En esa masa, que denominamos átomo-gramo, hay una cantidad muy grande de átomos llamada mol (o número de Avogadro) que es en realidad la misma para todos los elementos: en el átomogramo de potasio (39 g) y en el átomo-gramo de oxígeno (16 g) hay el mismo número de átomos y esta cantidad es la que llamamos **mol**.

En el momento de la definición del concepto de átomo-gramo y durante un período de muchos años, los químicos desconocían el valor del número de Avogadro. En realidad el número de Avogadro puede determinarse experimentalmente por varios métodos, y el valor obtenido es aproximadamente $6{,}02 \times 10^{23}$ (más de 600.000 cuatrillones).

El mol es entonces igual a $6{,}02 \times 10^{23}$ y es simplemente un número, pero tan grande, que solo se aplica cuando se habla de partículas muy pequeñas como átomos, moléculas, iones, etc.

Resumiendo:

PAR: número que indica cuantas veces más pesada es 1 átomo respecto de la uma.
PAA: es el peso de un átomo.
Átomo-gramo: es el peso de 1 mol de átomos.

Conocido el número de Avogadro, es decir el valor del mol, es posible conocer el peso de un átomo expresado en umas:

Ejemplo: el PAR del Mg es 24, en consecuencia el átomo-gramo del Mg es 24 g; por definición de átomo-gramo:

$6,02 \times 10^{23}$ átomos (1 mol de átomos) .... 24 g de Mg
1 átomo .... $x = 4 \times 10^{-23}$ g. de Mg

y también la equivalencia entre la uma y el gramo simplemente recordando la definición de la uma (1/12 de la masa de 1 átomo de carbono).

El átomo-gramo del C es 12 g, de modo que:

6.02×10^{23} átomos de carbono .... 12 g
1/12 átomos de C .... $x = 1,67 \times 10^{-24}$ g

Es decir que 1 uma es $1,67 \times 10^{-24}$ g; puede deducirse a través de una regla de tres que 1 g es $6,02 \times 10^{23}$ umas. Esta última relación explica como el PAA y el átomo-gramo pueden coincidir numéricamente cuando el primero se expresa en umas y el segundo en gramos - a pesar de que el átomo-gramo representa una cantidad de átomos que es $6,02 \times 10^{23}$ veces mayor que la que representa el PAA- ya que el gramo también es $6,02 \times 10^{23}$ veces mayor que la uma.

En forma análoga a PAR, PAA y átomo-gramo, se definen el peso molecular relativo (PMR), el peso molecular absoluto (PMA) y molécula-gramo (MG).

PMR: número que indica cuantas veces más pesada es 1 molécula respecto de la uma.
PMA: peso de una molécula. Numéricamente coincide con el PMR si se lo expresa en umas. **MG**: peso de 1 mol de moléculas (es decir de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas). Si se lo expresa en g coincide numéricamente con el PMR.

Para calcular el PMR debe insistirse en que los subíndices en la fórmula de una molécula indica el número de átomos de dicho elemento. Así H_2 implica que cada molécula contiene dos átomos de hidrógeno. Luego como cada átomo de hidrógeno pesa 1 uma (ya que el PAR del H es 1) la molécula pesará dos umas y el PMR será 2.

En forma general el PMR se puede calcular sumando los PAR de todos los elementos de la molécula previa multiplicación por el número de átomos de cada elemento en la molécula.

Ejemplo: $K_2Cr_20_7$

$PMR = 2 (PAR_K) + 2 (PAR_{Cr}) + 7 (PAR_O)$
$= 2 \times 39 + 2 \times 52 + 7 \times 16 = 294$
PMA = 294 umas .... Peso de uma molécula.
MG = 294 g ... Peso de 1 mol de moléculas (peso de $6,02 \times 10^{23}$ moléc)

Probablemente no habrá pasado desapercibido para los lectores que una fórmula representa a la sustancia pura, pero es posible visualizarla como representando 1 sola molécula, 1 docena de moléculas o 1 mol de moléculas, entre otras posibilidades. En particular, nos interesa la visión molecular y la visión molar. Mediante la primera imaginamos a la fórmula representado una molécula y

en ese caso los subíndices indican número de átomos de cada elemento presentes en ella. Mediante la segunda imaginamos a la fórmula representando 1 mol de moléculas; no es difícil deducir que en este caso los coeficientes implican número de moles de átomos de cada elemento presentes en 1 mol de moléculas.

INFORMACIÓN QUE PUEDE EXTRAERSE DE UNA FÓRMULA QUIMICA



INTERPRETACIÓN MICROSCOPICA O MOLECULAR

1 molécula de $Al_2(SO_4)_3$
↓
342 umas de $Al_2(SO_4)_3$
↓
2 átomos de aluminio ←––––→ 54 umas de aluminio
↓
3 átomos de azufre ←––––→ 96 umas de azufre
↓
12 átomos de oxígeno ←––––→ 192 umas de oxígeno

INTERPRETACIÓN MACROSCOPICA O MOLAR

1 mol de moléculas de $Al_2(SO_4)_3$
↓
$6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de $Al_2(SO_4)_3$
↓
342 g de $Al_2(SO_4)_3$
↓
1 molécula-gramo de $Al_2(SO_4)_3$
↓
$2 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de aluminio ←–→ $3 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de azufre
↓
2 moles de átomos de alumino ←–→ 3 moles de átomos de azufre
↓
2 átomos-gramo de aluminio ←–→ 3 átomos-gramo de azufre
↓
54 g de alumino ←–→ 96 g de azufre
↓
$12 \times 6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno
↓
12 moles de átomos de oxígeno
↓
12 átomos-gramo de oxígeno
↓
196 g de oxígeno

En el cuadro anterior se vuelcan ambas interpretaciones, molecular y molar, para un caso particular.

Ambas interpretaciones son independientes y no deben mezclarse. El factor de conversión de una u otra interpretación es el número de Avogadro pudiéndose necesitar además la conversión de umas a gramos.

Utilizaremos ahora las interpretaciones anteriores para resolver una serie de ejercicios; para aprovechar el cuadro precedente los ejercicios versarán sobre el sulfato de aluminio, aunque es obvio que el uso puede extenderse a cualquier compuesto.

Por razones de espacio, indicaremos I.1 a la interpretación molecular y con I.2 a la interpretación molar; es conveniente que cuando se citan en la resolución, el lector lo verifique en el cuadro.

Ejercicio 1) ¿Cuántas moléculas hay en 3,42 x 104 umas de $Al_2(SO_4)_3$?

Es solo en la I.1 donde se cita una relación entre umas y moléculas:

342 umas ………1 moléc. de $Al_2(SO_4)_3$ ⇒ **Información en la fórmula**.

Dato → 3,42x10^4 umas ………… x = 10^2 moléc. $Al_2(SO_4)_3$ □--- **incógnita**

Ejercicio 2) ¿Cuántas umas de S hay en 1,5 x 10^{22} moléc. de $Al_2(SO_4)_3$?

Según I.1

1 moléc. ………. 96 umas de S

1,5x10^{22} moléc. ……… x = 1,44x10^{24} umas de S

Ejercicio 3) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay presentes en 6840 umas del compuesto?

Según I.1:

342 umas del comp. ……… 12 át. de Oxíg.

6840 umas del comp.……… x = 17100 umas del comp.

Ejercicio 4) ¿Cuántas umas del compuesto contienen 2700 umas de Al?

Según I.1:

54 umas de Al ……….342 umas del comp.

2700 umas de Al ……….. x = 17100 umas del comp.

Ejercicio 5) ¿Cuántas moléculas del compuesto. pesan 6,84 g?

Según I.2:

342 g. comp. ……….. 6,02 x 10^{23} moléc.

6,84 g. comp.……… x = 1,204 x 10^{22} moléc.

Ejercicio 6) ¿Cuál es el peso de 0,045 moléc.-g?

Según I.2:

1 moléc-g ……….342 g

0,045 moléc-g ………… x = 15,4 g

Ejercicio 7) ¿Cuántas moléculas hay en 1,2 x 10^{-5} moles de moléc.?

Según I.2:

1 mol de moléculas ………. 6,02 x 10^{23} moléc.

1,2 x 10^{-5} moles ……….. x = 7,22 x 10^{18} moléc.

Ejercicio 8) ¿Cuántos g de oxígeno pesan 3 x 10^{21} moléculas.?

Según I.2:

$6{,}02 \times 10^{23}$ moléc. ....196 g de Ox.
3×10^{21} moléc......... x = 0,98 g de Ox.

Ejercicio 9) ¿Cuántos gramos del compuesto contienen 2×10^{24} át. de Al?

Según I.2:
$2 \times 6.02 \times 10^{23}$ át. de Al ....342 g del comp.
2×10^{24} át. de Al .... x = 568 g del comp.

Ejercicio 10) ¿Cuántos moles de átomos de S hay en 7 g del compuesto.?

Según I.2:
342 g del comp. .... 3 moles de át. de S
7 g del comp. .... x = 0,061 moles de át de S

Ejercicio 11) ¿En cuántas moléculas del compuesto hay 2,5 át.g de Al?

Según I.2:
2 át.g de Al .... 6.02×10^{23} moléculas.
2,5 át.g de Al .... x = $7{,}525 \times 10^{23}$ moléculas.

Ejercicio 12) ¿Cuántos moles del compuesto contienen 3 g de S?

Según I.1:
96 g de S .... 1 mol del comp.
3 g de S .... x = 0,031 moles del comp.

Ejercicio 13) ¿Cuántos átomos de Oxígeno hay en 2×10^{15} moléculas.?

Según I.1:
1 moléc. .... 12 át. de Oxígeno.
2×10^{15} moléc. .... x = $2{,}4 \times 10^{16}$ át. de Oxígeno.

ó según I .2:

6.02×10^{23} moléc. .... 12 x 6.02×10^{23} át. de Oxígeno
2×10^{15} moléc. .... x = $2{,}4 \times 10^{16}$ át. de Oxígeno

Ejercicio 14) ¿Cuántos g de S hay en 100 g del compuesto?

Según I.1:
342 g del comp. .... 96 g de S
100 g del comp. .... x = 28 g de S

Ejercicio 15) ¿Cuántos át-g de Ox, hay presentes en $7{,}5 \times 10^{22}$ moléc. del compuesto?

Según I.2:
$6{,}02 \times 10^{23}$ moléc. .... 12 át.-g de Ox.
$7{,}5 \times 10^{22}$ moléc.......... x = 1,5 át.-g de Ox.

Para completar, veremos un ejercicio completo:

Ejercicio 16) ¿Cuál es la masa de cada elemento presente en 10 g de Na_2CO_3? ¿Cuántas moléculas representa esa masa?¿Cuántos moles y cuántas moléc.g están en dicha masa?¿Cuántos átomos, átomos-gramos y moles de átomos se encuentran en dicha masa?

Con la tabla periódica:

	Na	C	O	Na_2CO_3
PAR	23	12	16	106 PMR
Át.g	23g	12 g	16 g	106 g MG

Empezaremos calculando el número de moléculas en 10 g. Por definición de moléc.gramo, ésta en el peso de 1 mol ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas, de modo que:

106 g de Na_2CO_3 .... $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
10 g de Na_2CO_3 .... $x = 5,68 \times 10^{22}$ moléculas

Además 1 MG de Na_2CO_3 es 106 g, entonces:

106 g de Na_2CO_3 .... 1 MG
10 g de Na_2CO_3 .... x = 0,094 MG

y como 1 mol es el número de Avogadro:

$6,02 \times 10^{23}$ moléc........ 1 mol de moléculas
$5,68 \times 10^{22}$ moléc........ x = 0,094 moles de moléculas

Como se verá el número de moles y el de moléculas-gramos coincide (y así sucederá en todos los casos) pero solo numéricamente; conceptualmente el primero representa una cantidad de partículas y el segundo el peso de esa cantidad de partículas.

Calcularemos ahora el número de átomos de cada elemento. En una molécula tenemos 2 át. de Na, 1 át. de C y 3 át. de O (son los subíndices de la fórmula), de modo que:

1 moléc. .... 2 át. de Na
$5,68 \times 10^{22}$ moléc .... $x = 1,14 \times 10^{23}$ át. de Na

Del mismo modo se obtienen:

$5,68 \times 10^{22}$ át de C y $1,7 \times 10^{23}$ át.de O.

Ahora transformaremos a moles de átomos que numéricamente coincidirán con el número de átomos-gramos (de forma semejante a lo que sucede entre moles de moléculas y moléculas-gramos):

$6,02 \times 10^{23}$ át.de Na .... 1 mol de át. de Na
$1,14 \times 10^{23}$ át.de Na .... x = 0,189 mol de át. de Na

Del mismo modo se obtienen: 0,094 moles de át. de C, 0,282 moles de át. de O y también 0,189 át-g de Na, 0,094 át.g de C y 0,282 át.g de O.

La resolución anterior puede realizarse también teniendo en cuenta que los subíndices en la fórmula también representan los moles de át. de cada elemento en un mol de moléculas del compuesto.

El último punto a averiguar es la masa de cada elemento presente en 10 g del compuesto; partiremos del conocimiento de cuantos át.g de cada elemento hay en 10 g del compuesto.

En 10 g del compuesto hay 0,189 át.g de Na, 0,094 át.g de C y 0,282 át.g de O. Además sabemos 1 AG de Na pesa 23 g, 1 AG de C pesa 12 g y 1 AG de O pesa 16 g, luego:

1 át.g de Na .... 23 g
0,189 át.g de Na .... x = 4,35 g de Na

1 át.g de C .... 12 g
0,094 át.g de C .... x = 1,13 g de C

1 át.g de O .... 16 g
0,282 át.g de O .... x = 4,51 g de O

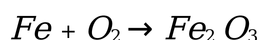
Es importante observar que, a menos de algún decimal debido al redondeo, la suma de las masas de los tres elementos debe dar 10 g, es decir la masa del compuesto.

ECUACIONES QUÍMICAS

Se ha mencionado anteriormente que las sustancias puras pueden combinarse entre sí, mediante lo que llamamos un fenómeno químico, para dar otras sustancias puras. Existen gran variedad de ejemplos cotidianos de estos fenómenos químicos o reacciones químicas; entre ellos, la conocida oxidación que sufre un trozo de hierro cuando es expuesto durante cierto tiempo a la acción del aire y la humedad. En este caso el hierro y el oxígeno del aire reaccionan (de ahora en más serán los reactivos) produciendo óxido de hierro (III) (el producto de esta reacción).

Para representar este fenómeno se hace uso generalmente de la llamada ecuación química; en ella se vuelcan las fórmulas que corresponden a los reactivos sobre la izquierda unidos a través de un signo + que indica que se combinan, y las fórmulas de los productos sobre la derecha también relacionadas mediante signos + Entre los reactivos y los productos se intercala una flecha en una sola dirección (reactivos –––––––→ productos) que indica justamente el sentido de combinación. Además, significa que los reactivos se combinan completamente entre sí (estrictamente hasta que uno de los reactivos se consuma completamente para dar productos). Es importante aclarar desde ya, que la ecuación química solo representa una evolución temporal de un sistema y no la transferencia entre dos sistemas distintos.

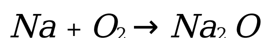
De acuerdo a nuestra reacción anterior puede escribirse según la ecuación:



$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

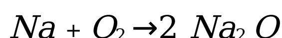
Es evidente que esta ecuación química adolece de una falla: según la misma "aparecen" átomos de Fe y de Oxígeno en el curso de la reacción lo cual viola la ley de conservación de la masa (la masa total durante un proceso químico no varía). El sistema real, en cambio, no viola dicha ley, de modo que debemos subsanar este problema en la ecuación química. Además, debemos tener en cuenta que en el sistema real no aparece ninguna variedad de elemento químico que no estuviese previamente, es decir los elementos se han conservado en el curso de la reacción (esto es estrictamente válido para los procesos químicos). La solución a esta situación es realizar el equilibrio o ajuste de la ecuación, que implica, lisa y llanamente, colocar a izquierda y derecha igual cantidad de átomos de cada uno de los elementos presentes. Tomaremos otro ejemplo y dejaremos el caso anterior para que el alumno realice el equilibrio.

Ejemplo:



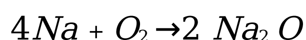
$$Na + O_2 \rightarrow Na_2\,O$$

es claro que necesitamos 2 átomos de O como producto ya que la molécula de O_2 contiene dos átomos. ¿Dónde colocamos ese dos? Algún lector estará, quizás, tentado de colocar el dos como subíndice en la fórmula Na_2O convirtiéndola en Na_2O_2. Esto es incorrecto pues implica cambiar la sustancia que en realidad se produce. El ajuste de la ecuación deberá hacerse mediante el agregado de coeficientes (normalmente llamados estequiométricos) que afectarán a todo el compuesto, es decir multiplicarán toda la fórmula. Así:



$$Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2\,O$$

ahora resulta evidente que el Na ha quedado desbalanceado, necesitándose 4 átomos del mismo como reactivo, de modo que la ecuación equilibrada será:



$$4Na + O_2 \rightarrow 2\ Na_2\,O$$

Ahora sabemos que una reacción química se puede interpretar adecuadamente mediante una ecuación química equilibrada. La pregunta inmediata puede ser: ¿qué tipo de reacciones químicas existen? En realidad, el número es enorme y la variedad también, pero es posible hacer una primera clasificación, de acuerdo a la variación o no de los estados de oxidación, en reacciones con transferencia de electrones y reacciones sin transferencia de electrones.

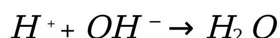
En las primeras, también llamadas redox o de óxido-reducción, 1 ó más elementos (en general solo 2) cambian de número de oxidación en el curso de la reacción. Las sustancias reactivas se comportan básicamente como sustancias capaces de tomar electrones o de cederlos.

En cambio, en las reacciones sin transferencia de electrones, las sustancias manifiestan otro tipo de propiedades. A continuación, mencionaremos algunas:

- Las sustancias pueden ceder o capturar H^+
- Las sustancias pueden ceder o capturar OH^-
- Las sustancias pueden intercambiar cargas (cationes o aniones)

Estrictamente, los tres casos podrían verse simplemente como intercambio de cargas; en la práctica, y por razones que veremos posteriormente, se prefiere continuar con la diferenciación entre iones cualesquiera y H^+ u OH^-. A las sustancias que intercambien estas dos últimas especies se les asignará comportamiento como ácidos o bases, mientras que a las que intercambian otro tipo de iones se les asignará comportamiento como sales.

Así cuando enfrentamos a un ácido con un hidróxido, el primero cederá H^+ y el segundo cederá OH^- los cuales reaccionarán formando agua. La reacción neta la podemos representar mediante la ecuación:



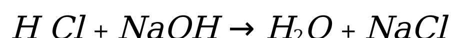
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2\,O$$

sin embargo, en forma genérica podemos escribir:



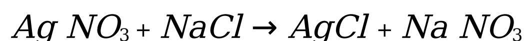
Ácido + Hidróxido ---> agua + sal

Un ejemplo sería:



$$H\,Cl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$$

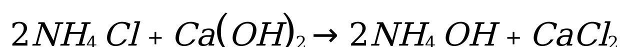
En la reacción anterior aparece una sal, sin embargo, un ejemplo más claro para ver el comportamiento de las sales se dá a continuación:



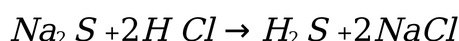
$$Ag\,NO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + Na\,NO_3$$

Es claro que en la reacción anterior hubo un intercambio de cationes entre Cl^- y NO_3^- (o de aniones entre Na^+ y Ag^+).

Otros ejemplos que el lector podrá utilizar para analizar comportamientos de las sustancias pueden ser:



$$2NH_4\,Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NH_4\,OH + CaCl_2$$



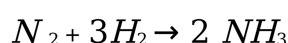
$$Na_2\,S + 2H\,Cl \rightarrow H_2\,S + 2NaCl$$

ESTEQUIOMETRIA

Se denomina así al cálculo de las cantidades de reactivos y de productos involucradas en un proceso químico determinado.

Teniendo en cuenta que una fórmula química puede ser imaginada como representando 1 sola molécula o 1 mol de moléculas (entre otras infinitas posibilidades) tendremos para una ecuación química la posibilidad de una interpretación molecular (pensando en las fórmulas como si fuesen moléculas) y de una interpretación molar (pensando en las fórmulas como si fuesen moles de moléculas). En el siguiente ejemplo se vuelcan ambas interpretaciones para un caso particular.

Tomaremos como ejemplo un proceso que es importante para la industria, en particular por el uso del producto como fertilizante. Nos referimos al proceso de *Haber* que permite obtener NH_3. El proceso puede representarse según la ecuación:



$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2\ NH_3$$

La interpretación molecular de la ecuación es la siguiente:



1 molécula de N_2 + 3 moléculas de H_2 → 2 moléculas de NH_3

y de acuerdo a los PMA:



28 umas de N_2 + 3 x 2 umas de H_2 → 2 x 17 umas de NH_3

Por otro lado, la interpretación molar:



1 mol de moléc. de N_2 + 3 moles de moléc. de H_2 → 2 moles de moléc. de NH_3

y recordando que 1 mol es el número de Avogadro:



$6{,}02 \times 10^{23}$ moléc. de N_2 + 3 x $6{,}02 \times 10^{23}$ moléc. de H_2 → 2 x $6{,}02 \times 10^{23}$ moléc. de NH_3

Además, según las MG:



28 g N_2 + 3 x 2 g H_2 → 2 x 17 g NH_3

y según la definición de MG:



1 MG de N_2 + 3 MG de H_2 → 2 MG de NH_3

Ambas interpretaciones son autoconsistentes y cualquiera de ellas permite resolver cualquier problema que involucre la ecuación química. Ambas interpretaciones están conectadas entre sí a través del número de Avogadro, es decir que la interpretación molar se obtiene simplemente multiplicando por dicho número la interpretación molecular

Es interesante observar que, en este caso, por ser todos los compuestos intervinientes ***gases***, es posible una interpretación adicional que surge de la aplicación del principio de Avogadro y es la siguiente:



1 L de N_2 + 3 L de H_2 → 2 L de NH_3

siempre que el volumen en todos los casos se mida en las mismas condiciones de presión y temperatura (no necesariamente las normales).

Resolveremos una serie de problemas utilizando dichas interpretaciones:

Ejercicio 20) Calcule los gramos de H_2 que reaccionarán con 0,12 moles de N_2:

Según la interpretación molar:

1 mol de N_2 (reacciona con) 3 moles de H_2 (surge de la ecuación) conviene llevar los moles de H_2 a g ya que nos solicitan masa (y no moles) de H_2 que habrán de reaccionar:

1 mol de N_2 ....3 x 2 g H_2 (por la ecuación) sin embargo solo tenemos 0,12 moles de N_2 :

Dato → 0,12 moles de N_2 .... x = 0,72 g H_2 **incógnita**

Ejercicio 21) Calcule la masa de NH_3 a obtener en g cuando reaccionan 3,01 x 10^{22} moléculas de H_2:

Según la interpretación molar:
3 mol de H_2 (producen) 2 moles de NH_3 (ecuación) expresando la relación en las unidades adecuadas al enunciado nos queda que:

3 x 6,02 x 10_{23} moléc. H_2 (producen) 2 x 17 g NH_3 (ecuación)

Dato → 3,01 x 10^{23} moléc. H_2 .... x = 5,66 g NH_3 **incógnita**

Ejercicio 22) Calcule cuántas moléculas de H_2 reaccionarán con 1,5 x 10^{22} moléculas de N_2:

Según interpretación molar:
1 mol de N_2 .... 3 moles de H_2 (ecuación)

6,02 x 10^{23} moléc. N_2 ....3 x 6,02 x 10^{23} moléc. H_2 (ecuación)

Dato → 1,5x10^{22} moléc.N_2 ... x = 4,5 x 10^{23} moléc.H_2 **incógnita**

Este último, así como todos los anteriores, puede resolverse haciendo uso de la interpretación molecular. Pruébelo.

Ahora bien, decíamos en el primero de estos problemas que se necesitan 0,72 g de H_2 para combinarse completamente con 0,12 moles de N_2. Es claro que, si agregamos estas cantidades de los dos reactivos, estos se combinarán completamente dejando en su lugar una cierta cantidad del producto (puede calcularlo de modo equivalente a lo que se realizó en el ejercicio 21) que resulta ser 4,08 g de NH_3. ¿Qué sucederá si a los 0,12 moles de N_2 le agregamos solo 0,5 g de H_2? Es evidente que no habrá suficiente H_2 para reaccionar con el N_2 presente. Dicho de otro modo, el H_2 se terminará antes que todo el N_2 haya reaccionado; así el H_2 es el reactivo en defecto o reactivo limitante de la reacción ya que cuando se consuma completamente se detendrá la reacción.